

# Chimie Minérale L2 (SM)



Dr .Berrahou Ghezlane

Université Abou Beker Belakid Tlemcen

Faculté des sciences

Département de chimie

Email: ghezlane.berrahou@univ-tlemcen.dz

# Table des matières



<b>Objectifs</b>	3
<b>Introduction</b>	4
<b>I - Exercice : Test 1 sur les prérequis</b>	5
<b>II - Exercice : Test 2 sur les prérequis</b>	6
<b>III - Exercice : Test 3 sur les prérequis</b>	7
<b>IV - Exercice</b>	8
<b>V - Exercice</b>	9
<b>VI - Chapitre II : Recherche de quelques ions en solution inconnue</b>	10
1. Définition .....	10
2. Les cations : .....	11
3. Les anions : .....	11
4. Identification des anions en solution : .....	12
5. TP N°2 : Recherche de quelques ions en solution inconnue .....	13
6. Compte rendu TP N°2 : Recherche de quelques ions en solution inconnue .....	14
<b>Conclusion</b>	17

# Objectifs



Ce cours de chimie minérale présenté, s'adresse principalement aux étudiants de deuxième année licence chimie (Semestre 1).

Cet ouvrage est consacré aux travaux pratiques chimiques, mettant en avant l'évolution des propriétés physico-chimique des éléments et les relier à leurs structures électroniques et d'apprendre à distinguer les différentes liaisons conduisant à la formation de nouveaux composés chimiques.

L'enseignement de ce module permet à l'étudiant d'atteindre différents objectifs :

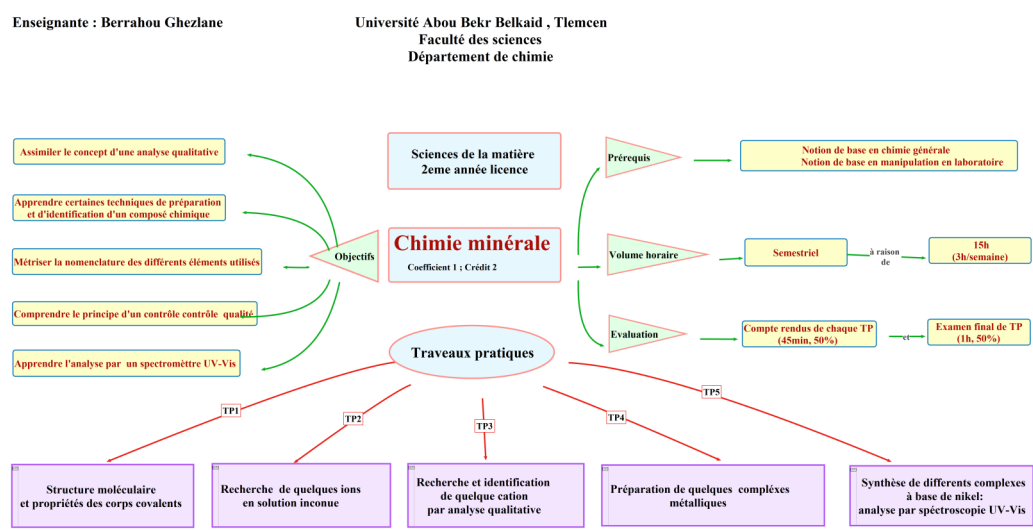
- Assimiler le concept d'une analyse qualitative.
- Comprendre le principe d'un contrôle qualité en se familiarisant avec l'analyse par un spectromètre UV-Vis.
- Apprendre certaines techniques de préparation et d'identification d'un composé chimique.
- Maîtriser la nomenclature des différents éléments utilisés.

# Introduction



La chimie minérale est la science qui étudie l'élaboration et la théorie des méthodes d'analyses chimiques à l'aide desquelles on met en évidence la composition chimique des substances. L'analyse permet de déterminer la composition qualitative de la substance considérée ; c'est-à-dire identifier les éléments ou les ions dont elle se compose alors que la composition quantitative: établie les proportions des éléments ou ions que l'on identifie.

Comme il est illustré dans la carte conceptuelle suivante . Ce module est composé de cinq chapitres sous forme de séances de travaux pratiques d'une durée de 3 heures , et qui se conclut par des comptes rendus d'une durée d'une heure .



Carte conceptuelle

Ce cours nécessite des notions de base en chimie générale , ainsi que des notions de base sur les règles de sécurité en laboratoire .

Pour cela et avant de commencer ce module , quelques petits rappelles sur les notions de sécurité en laboratoires sont nécessaires.

# Exercice : Test 1 sur les prérequis



Quels informations peut on avoir sur une étiquette d'un produit chimique ? (noté 3 réponses minimum )

- Précautions de stockage
- Pictogramme de danger
- Masse molaire
- Forme physique
- Méthodes de préparation
- Nature du contenant

# Exercice : Test 2 sur les prérequis



Que faire quand un liquide inflammable prend feu dans un bécher ?

- Jeter le liquide dans l'avaloir
- Étouffer les flammes à l'aide d'un chiffon humide
- Aroser avec de l'eau
- Ne rien faire

# Exercice : Test 3 sur les prérequis



Citer les différentes verreries utilisées pour mesurer un volume précis?

- Bécher
- Fiole jaugée
- Pipette graduée
- Burette
- Erlenmeyer
- Éprouvette

# Exercice



Comment se forme une liaison covalente ?



# Exercice

Comment savoir quand une molécule est polaire ?



# Chapitre II : Recherche de quelques ions en solution inconnue

VI

La recherche des cations ou anions en chimie minérale est qualitative ; elle conclue par la présence ou l'absence de ces ions dans un mélange de départ dit liqueur primitive.

La recherche se fait par 3 étapes principales :

- Essais préliminaires.
- Séparation des anions suivant des groupes analytiques.
- Identification des anions.

## Objectifs spécifiques :

Apprendre à manipuler un spectrophotomètre UV.

Apprendre à faire une analyse qualitative .

Identifier des éléments chimiques d'une solution.

## 1. Définition

Le nom « *ion* » a été donné en 1834 par Michael Faraday, pour désigner les espèces chimiques responsables de la conductivité électrique dans les solutions.

Un ion est un atome ou un groupe d'atomes portant une charge électrique, parce que son nombre d'électrons est différent de son nombre de protons.

On distingue deux grandes catégories d'ions : les cations, chargés positivement, et les anions, chargés négativement.

Le signe et la valeur de cette charge électrique sont indiqués en exposant à la fin de la formule chimique de l'ion, en multiple de la charge élémentaire  $e$  (quand l'ion ne porte qu'une charge, on n'indique que le signe).

### Exemples :

$\text{Cu}^{2+}$  représente l'ion cuivre (II) de charge  $2e$ .

$\text{Na}^+$  l'ion sodium de charge  $e$ .

$\text{Cl}^-$  l'ion chlore de charge  $\bar{e}$ .

Un composé ionique est un composé chimique constitué d'ions positifs et négatifs, mais globalement neutre.

Tableau périodique avec quelques atomes en lien avec leur forme ionique :

## 2. Les cations :

Un cation est un ion qui, ayant perdu un ou plusieurs électrons, porte une ou plusieurs charges électriques positives : à l'inverse, un anion contient plus d'électrons que de protons.

On l'appelle ainsi car il est attiré, lors d'une électrolyse, par l'électrode négative, nommée cathode, de la même façon que les pôles de charges opposées des aimants s'attirent. Par exemple, l'ion sodium, noté  $\text{Na}^+$ , est l'atome de sodium ayant perdu un électron.

Pour résumer, un cation est chargé positivement tandis que l'anion est chargé négativement.

En raison de la forte polarité de sa molécule, l'eau est un excellent solvant des ions. Le seul cation présent dans l'eau pure est l'ion oxonium ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ), usuellement et improprement nommé « *hydronium* » formé par la solvatation du proton ( $\text{H}^+$ ) généré au cours de l'autoprotolyse.

En fonction du nombre de charges électriques, on distingue les cations monovalents, divalents, trivalents, etc. Les cations monovalents sont ceux des métaux alcalins (lithium, sodium, potassium, rubidium, etc.) ; les métaux alcalino-terreux (béryllium, magnésium, calcium, strontium, etc.) donnent des cations divalents ; les métaux de transition peuvent donner des cations mono-, di-, tri-, tétra- ou pentavalents. Par exemple, le fer peut perdre deux ou trois électrons ( $\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{Fe}^{3+}$ ).

Le cation peut être monoatomique, tel l'ion cuivreux ( $\text{Cu}^+$ ), ou polyatomique, tel l'ion ammonium ( $\text{NH}_4^+$ ).

Il peut être inorganique, tel le calcium ( $\text{Ca}^{2+}$ ), le magnésium ( $\text{Mg}^{2+}$ ), le sodium ( $\text{Na}^+$ ), le potassium ( $\text{K}^+$ ) et l'ammonium ( $\text{NH}_4^+$ ), ou organique, comme l'ion pyridinium.

## 3. Les anions :

Un anion est un ion qui, ayant gagné un ou plusieurs électrons, porte une ou plusieurs charges électriques élémentaires négatives : par exemple, l'ion chlorure  $\text{Cl}^-$  est l'atome de chlore ayant gagné un électron. À l'inverse, un cation contient moins d'électrons que de protons.

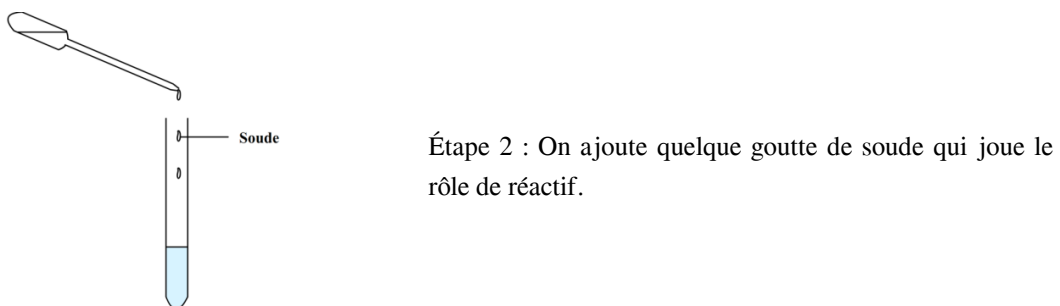
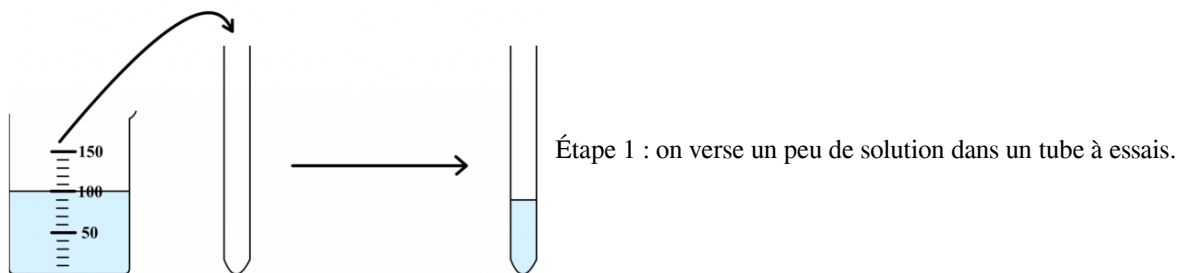
On l'appelle ainsi car lors d'une électrolyse, cet ion est attiré par l'électrode positive nommée anode, de la même façon que les pôles de charges opposées des aimants s'attirent.

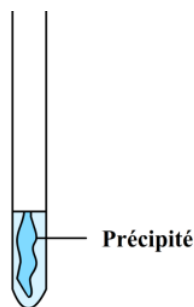
#### 4. Identification des anions en solution :

L'identification des cations et des anions est un problème fondamental de la chimie analytique. La seule méthode utilisable a longtemps été leur identification par voie chimique à l'aide de tests. Cette technique longue et difficile est maintenant supplantée par des méthodes physiques telles que la spectrophotométrie de flamme ou l'électrophorèse. Elle reste néanmoins très intéressante d'un point de vue pédagogique car elle illustre bien les lois de la chimie générale : précipitation, complexation, oxydoréduction, pH et réactions acide-base etc. Nous allons ici nous cantonner à l'identification d'un nombre limité d'ions mais nous allons essayer de rendre cette démarche-là plus rigoureuse possible.

Ainsi, nous n'utiliserons pas par exemple la coloration des solutions, critère qui peut orienter la recherche, mais qui peut aussi être source d'erreur. Bien entendu et pour simplifier le problème, nous n'utiliserons pas de solutions contenant à la fois plusieurs cations ou plusieurs anions. Enfin, nous utiliserons une technique courante dans toutes les sciences de la nature, celle du tableau dichotomique. Un tableau dichotomique est un arbre qui se ramifie progressivement en ne laissant qu'un nombre limité d'embranchements (2 en théorie). A la racine de l'arbre se trouvent tous les objets qu'on désire identifier, alors que l'extrémité d'une branche ne contient qu'un objet unique ref3.

##### Exemple de test de reconnaissance des ions :





Étape 3 : Il se forme un précipité qui confirme la présence de l'ion à identifier

Cf. "Test d'identification de quelques ions"

## 5. TP N°2 : Recherche de quelques ions en solution inconnue

### 1.Introduction :

Le test de reconnaissance ou d'identification a pour objectif de prouver la présence d'une substance chimique en solution. Pour se faire un certain volume de la solution à tester est prélevé, sur le quel est ajouté une quantité du réactif, qui va réagir avec l'ion recherché.

Le réactif utilisé est dit « réactif d'identification ».

Certains ions ont la particularité de réagir avec le réactif d'identification pour former un solide coloré appelé : un précipité. Cette particularité est utilisée pour identifier les ions.

### 2.Le but :

Le but de ce TP est la recherche de quelques ions en solution inconnue.

### 3. Le principe :

L'identification des ions se base sur le principe de précipitation.

### 4. Manipulation :

Verser dans les tubes à essais la solution à étudier.

A l'aide d'un compte-goutte, verser 2 à 3 gouttes du réactif d'identification.

Compléter le tableau, et noter les observations.

### 5. Résultats :

Ions	Observations
<b>Identification de l'ion chlorure <math>\text{Cl}^-</math></b> Verser quelques gouttes de nitrate d'argent dans la solution susceptible de contenir des ions chlorures.	
<b>Identification de l'ion Cuivre (II) <math>\text{Cu}^{2+}</math></b> Verser quelques gouttes d'hydroxyde de sodium (ou soude) dans la solution susceptible de contenir des ions cuivre (II).	
<b>Identification de l'ion Fer (II) <math>\text{Fe}^{2+}</math></b> Verser quelques gouttes d'hydroxyde de sodium dans la solution susceptible de contenir des ions fer (II)., n	
<b>Identification de l'ion Fer (III) <math>\text{Fe}^{3+}</math></b> Verser quelques gouttes d'hydroxyde de sodium dans la solution susceptible de contenir des ions fer (III).	
<b>Identification de l'ion Zinc (II) <math>\text{Zn}^{2+}</math></b> Verser quelques gouttes d'hydroxyde de sodium dans la solution susceptible de contenir des ions zinc (II).	
<b>Identification de l'ion Carbonate <math>\text{CO}_3^{2-}</math></b> Verser quelques gouttes de chlorure de calcium dans la solution susceptible de contenir des ions de carbonates	
<b>Identification de l'ion sulfate <math>\text{SO}_4^{2-}</math></b> Verser quelques gouttes de chlorure de calcium dans la solution susceptible de contenir des ions sulfates.	
<b>Identification de l'ion phosphate <math>\text{PO}_4^{3-}</math></b> Verser quelques gouttes de nitrate d'argent dans la solution susceptible de contenir des ions de phosphates.	

## 6. Compte rendu TP N°2 : Recherche de quelques ions en solution inconnue

Q1. But de ce TP : (0.5 point)

.....

Q2. Donner la définition de : ( 2 points)

-Un Anion : .....

-Un Cation : .....

-Une réaction de Précipitation : .....

-Une analyse qualitative : .....

**Q3. Quel est le principe d'un test d'identification d'ion par précipitation (1 point)**

.....

.....

.....

.....

**Q4. Compléter le tableau : ( 4.5 points , 0.25/ réponse))**

Sel	Nitrate d'Argent	Hydroxyde de Sodium	Chlorure de Baryum	Chlorure de Calcium	Chlorure de Cuivre (II)	Sulfate de Zinc (II)
Formule Chimique						
Couleur du sel						
couleur de la solution						

**Q5. Compléter le tableau : (6 points : 0.25 points /observation + 0.5 /réaction)**



Ions	Observation	Réaction
<b>Identification de l'ion chlorure</b> $\text{Cl}^-$		
<b>Identification de l'ion Cuivre (II)</b> $\text{Cu}^{2+}$		
<b>Identification de l'ion Fer (II)</b> $\text{Fe}^{2+}$		
<b>Identification de l'ion Fer (III)</b> $\text{Fe}^{3+}$		
<b>Identification de l'ion Zinc (II)</b> $\text{Zn}^{2+}$		
<b>Identification de l'ion Carbonate</b> $\text{CO}_3^{2-}$		
<b>Identification de l'ion sulfate</b> $\text{SO}_4^{2-}$		
<b>Identification de l'ion phosphate</b> $\text{PO}_4^{3-}$		

**Q6 . Conclusion** (1 point)

.....

.....

.....

.....

[cf. Corrigé TP2]



# Conclusion



En chimie minérale, la classification des ions repose sur les différences de solubilité des sels et des hydroxydes qu'ils forment, différences qui permettent de séparer les groupes d'ions les uns des autres.

Le nombre des cations les plus importants est environ 25 . Les anions les plus connus sont à peu près autant  $\approx 25$ , mais le nombre des sels neutres formés par ces derniers combinés dépassent 600.

En solution tous ces sels sont dissociés en ions, l'analyse qualitative permet donc de les identifier, il suffit de connaître les réactions de formation des ions pour savoir rechercher n'importe lequel de ces sels.